SEMESTRAL

UNI

academiacesarvallejo.edu.pe

ACADEMIA CÉSAR VALLEJO

ACADEMIA CÉSAR VALLEJO

ACADEMIA CÉSAR VALLEJO

ACADEMIA CÉSAR VALLEJO

SEMESTRAL

UNI

ACADEMIA CÉSAR VALLEJO

ACADEMIA CÉSAR VALLEJO

QUÍMICA

Tema: Equilibrio Químico

Docente: Chávez Salas, Artemio

I. OBJETIVOS

Los estudiantes, al término de la sesión de clases serán capaces de:

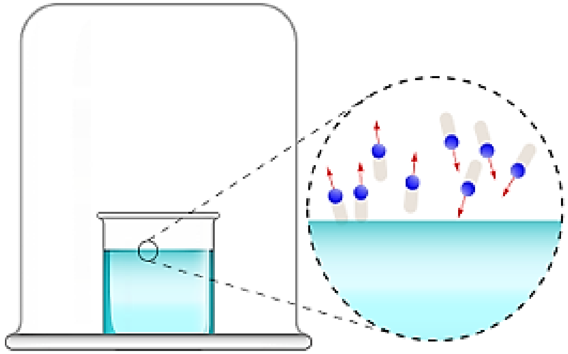
1. **Identificar** las características del equilibrio químico.
2. **Expresar** la constante de equilibrio e interpretar su valor.
3. **Relacionar** los valores de la constante de equilibrio K_c y K_p.
4. **Identificar** el equilibrio homogéneo y el equilibrio heterogéneo.
5. **Aplicar** el principio de Le - Chatelier

II. INTRODUCCIÓN

Existen muchas situaciones prácticas donde se manifiesta un estado de equilibrio:

- **Economía:** Equilibrio fiscal
- **Física:** Equilibrio mecánico
- **Psicología:** Equilibrio emocional

Ejemplo esquemático 1: dos fases en equilibrio, corresponde a un equilibrio físico.



$H_2O(l) \leftrightarrows H_2O(v)$

Durante el equilibrio: la velocidad de vaporización y velocidad de condensación son iguales, por lo tanto es DINÁMICO

Ejemplo esquemático 2: la cerveza en dos recipientes (cerrada y abierta).

¿En cual de los recipientes, la cerveza se encuentra en equilibrio?

La ciencia química, estudia a la materia considerando a los fenómenos físicos y químicos, y estos fenómenos pueden alcanzar el estado de equilibrio físico o químico.

III. EQUILIBRIO QUÍMICO

3.1 REACCIÓN IRREVERSIBLE

Es la reacción química que se hace prácticamente en un solo sentido ($\longrightarrow$). Ocurre hasta que se agote uno o todo los reactantes.

Ejemplo:

$$CH_{4(g)} + O_{2(g)} \longrightarrow CO_{2(g)} + H_2O_{(v)}$$

3.2. REACCIÓN REVERSIBLE

Es una reacción química en la cual los productos de la reacción reaccionan para regenerar los reactivos, esto se facilita en un recipiente cerrado.

Ejemplo:

$$\underbrace{I_{2(g)} + H_{2(g)}}_{Reactante} \underset{v_i}{\overset{v_d}{\rightleftarrows}} \underbrace{2HI_{(g)}}_{Producto}$$

v_d : *velocidad directa*

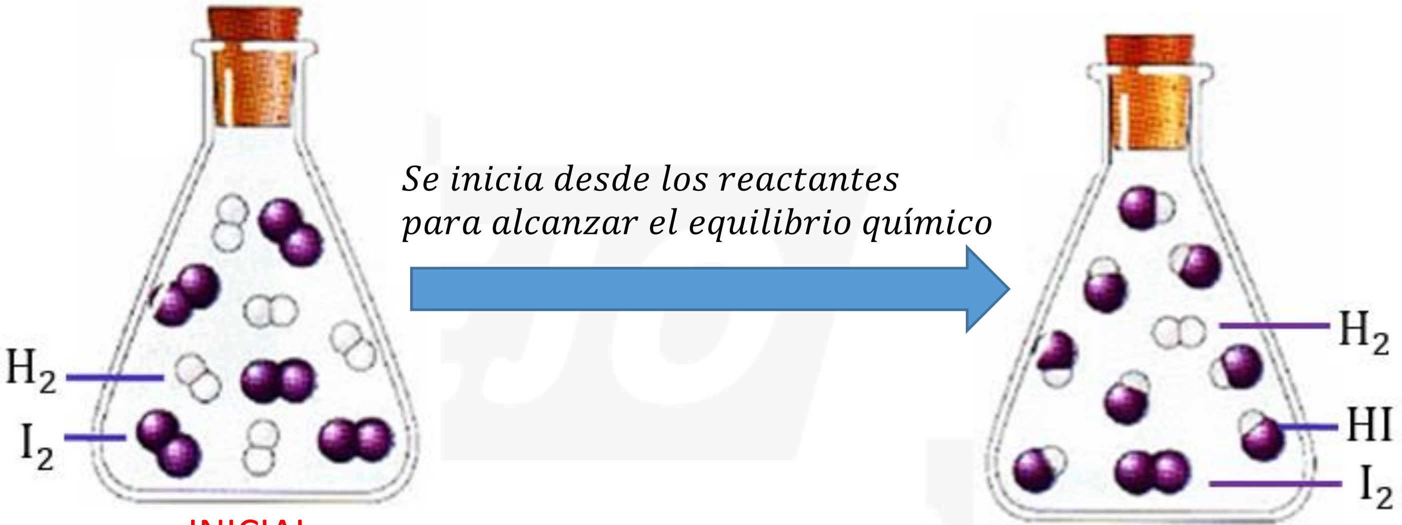
v_i : *velocidad inversa*

3.3. CONCEPTO

Es el estado final de una reacción química reversible , donde coexisten reactantes y productos por un tiempo indefinido en un sistema cerrado a temperatura constante. Con el transcurso del tiempo no se observan cambios, a pesar de que las sustancias siguen reaccionando.

Ejemplo:

La reacción anterior en un recipiente cerrado



INICIAL

EQUILIBRIO QUÍMICO

$$I_{2(g)} + H_{2(g)} \underset{v_i}{\overset{v_d}{\rightleftarrows}} 2HI_{(g)}$$

- condición: $v_d = v_i$

ACADEMIA CÉSAR VALLEJO

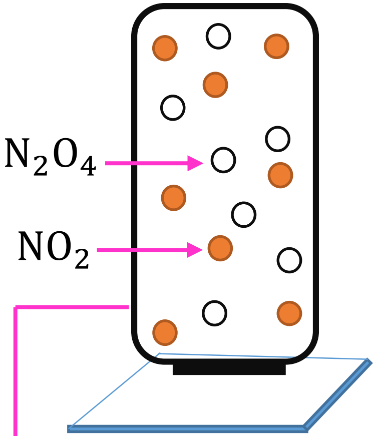
3.4 CARACTERÍSTICAS DEL EQUILIBRIO QUÍMICO

A) A nivel macroscópico es **estático**, porque las propiedades físicas medibles permanece constante, por ejemplo: la densidad, presión total, tono de color, concentración, etc.

B) El estado de equilibrio se alcanza en un tiempo finito, sin la intervención de un agente externo.

Ejemplo:

analice los datos experimentales a 227 °C



$$[gas] = \frac{n_{gas}}{V}$$

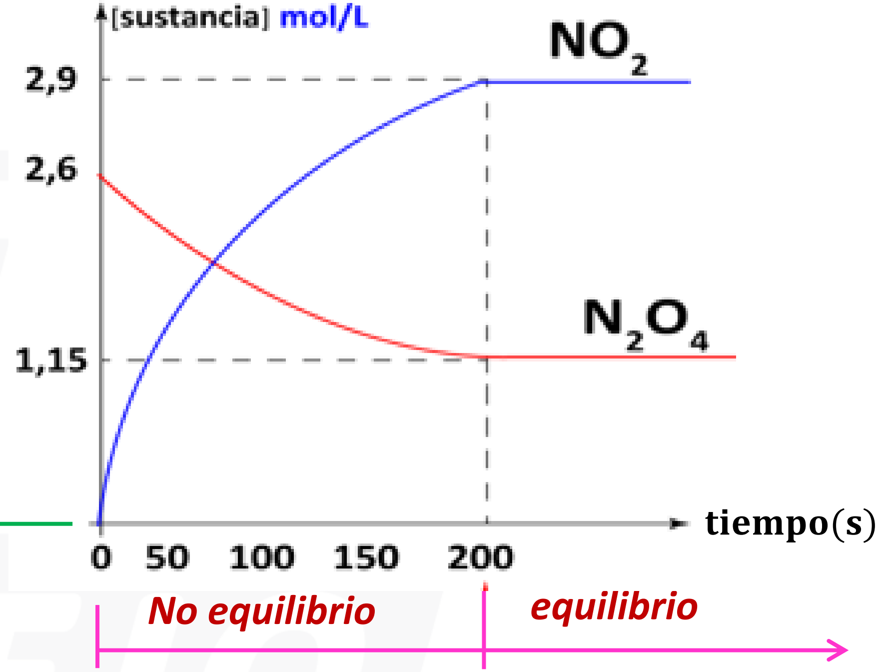
unidad de medida

$$\frac{mol}{L} <> M$$

$$1\ N_2O_{4\,(g)} \underset{v_i}{\overset{v_d}{\rightleftharpoons}} 2\ NO_{2(g)}$$

tiempo	$[N_2O_4]$	$[NO_2]$
t = 0 s (inicio)	2,6 M	0
t= 50 s	2,0 M	1,2 M
t= 100 s	1,6 M	2,0 M
t= 150 s	1,3 M	2,6 M
t= 200 s	1,15 M	2,9 M
t= 250 s	1,15 M	2,9 M

Grafica Concentración molar Vs tiempo.



tiempo para alcanzar el equilibrio $(t_e) = 200\ s$

C) A nivel submicroscópico **es dinámico,** porque se dan dos reacciones simultaneas, con igual velocidad.

$$\mathbf{v_d = v_i \neq 0}$$ y la velocidad neta es cero

ACADEMIA CÉSAR VALLEJO

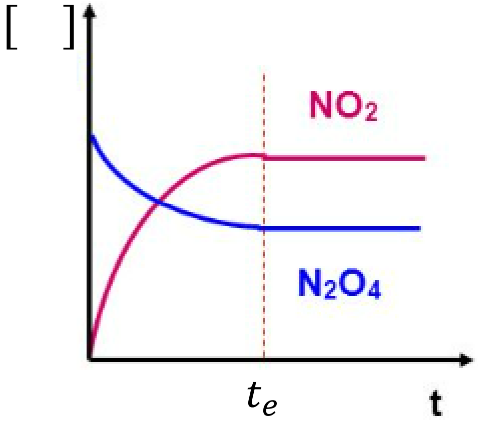
D) La reacción directa e inversa se consideran reacción **elemental (**en una etapa**).**

E) Es independiente del camino que sigue la reacción y se puede iniciar de los reactantes o productos.

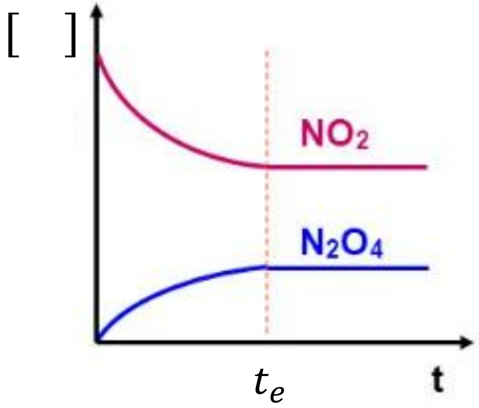
Ejemplo: para la reacción reversible.

$$1\ N_2O_{4\,(g)} \underset{v_i}{\overset{v_d}{\rightleftarrows}} 2\ NO_{2(g)}$$

Reactante — *Producto*



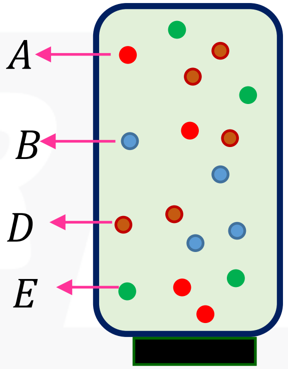
Iniciado desde reactantes



Iniciado desde productos

IV. CONSTANTE DE EQUILIBRIO (K_{eq})

- Le corresponde a cada equilibrio químico.
- Es un parámetro numérico, que se determine desde la ley de acción de masas (LAM), a una determinada temperatura.



En equilibrio químico gaseoso:

$$aA_{(g)} + bB_{(g)} \rightleftarrows dD_{(g)} + eE_{(g)}$$

A cada gas le corresponde
- *concentración molar*
- *presion parcial*

Expresión de la K_{eq}, puede ser:

$$K_c = \frac{[D]^d[E]^e}{[A]^a[B]^b}$$

K_c : En función de las concentraciones molares en el equilibrio

$$K_p = \frac{(P_D)^d(P_E)^e}{(P_A)^a(P_B)^b}$$

K_p : En función de las presiones parciales (**atmósfera**) de componentes gaseosos en el equilibrio

ACADEMIA CÉSAR VALLEJO

4.1. RELACIÓN ENTRE K_p y K_c

Para el equilibrio químico:

$$\underbrace{aA_{(g)} + bB_{(g)}}_{reactante} \rightleftarrows \underbrace{dD_{(g)} + eE_{(g)}}_{producto}$$

Para la temperatura(T)
- K_c
- K_p

Para componentes gaseosos(g) se cumple:

$$K_p = K_c(RT)^{\Delta n_{gas}}$$

Donde:

$\Delta n_{gas} = (d + e) - (a + b)$

T= temperatura(K)   R= 0,082 $\frac{atmL}{mol.K}$

- $Si: \triangle n_g = 0 \Rightarrow K_p = K_c$
- $Si: \triangle n_g > 0 \Rightarrow K_p > K_c$
- $Si: \triangle n_g < 0 \Rightarrow K_p < K_c$

Ejemplo 1:

Establecer la relación entre K_p y K_c, en:

$$\underbrace{2SO_{2(g)} + 1\,O_{2(g)}}_{reactante} \rightleftharpoons \underbrace{2\,SO_{3(g)}}_{producto}$$

$$\Delta n_{gas} = 2 - (2 + 1) = -1 \Longrightarrow K_p < K_c$$

Ejemplo 2:

Para el equilibrio a 227°C, determinar el valor de K_p

$$1N_{2(g)} + 3H_{2(g)} \rightleftarrows 2NH_{3(g)} \qquad K_c = 1{,}7 \times 10^2$$

Resolución

Analizamos la ecuación química

$$1\,N_{2(g)} + 3\,H_{2(g)} \rightleftarrows 2\,NH_{3(g)} \qquad K_c = 1{,}7 \times 10^2$$

$$\Delta n_{gas} = 2 - (1 + 3) = -2 \text{ y } T = 500K$$

Reemplazamos:

$$K_p = 1{,}7 \times 10^2(0{,}082 \times 500)^{-2} \Longrightarrow K_p = 1{,}01 \times 10^{-1}$$

ACADEMIA CÉSAR VALLEJO

4.2. PROPIEDADES DE LA CONSTANTE DE EQUILIBRIO

A) La K_{eq} depende de la temperatura (T)

- En reacciones endotérmicas:

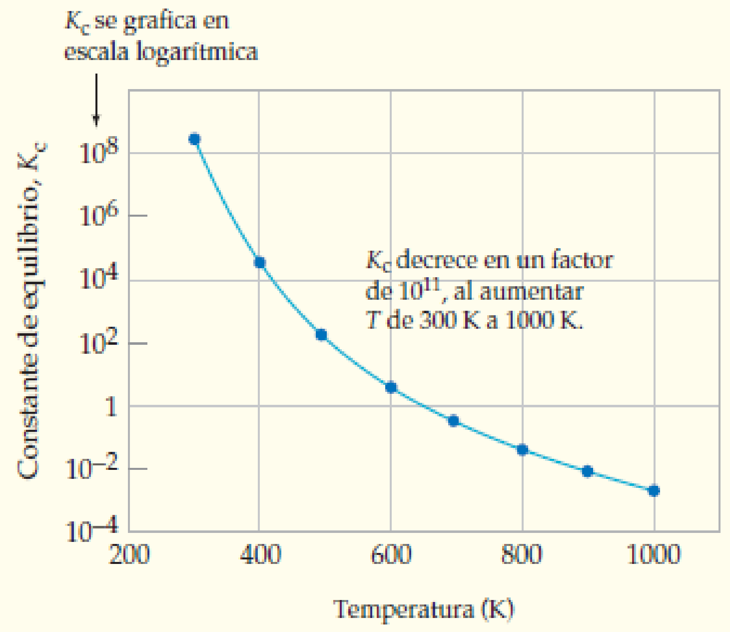
  A mayor temperatura mayor K_{eq}

- En reacciones exotérmicas:

  A mayor temperatura menor K_{eq}

Ejemplo:

$$1N_{2(g)} + 3H_{2(g(} \rightleftarrows 2NH_{3(g)} + \text{calor}$$



Temp. (K)	K_c
300	2.6×10^8
400	3.9×10^4
500	1.7×10^2
600	4.2
700	2.9×10^{-1}
800	3.9×10^{-2}
900	8.1×10^{-3}
1000	2.3×10^{-3}

Para el equilibrio químico a una determinada temperatura:

$$1N_2O_{4(g)} \rightleftharpoons 2\ NO_{2(g)} \qquad \ldots K_c = 25$$

B) Si la ecuación se invierte, la nueva constante de equilibrio es la inversa de la inicial.

$$2NO_{2(g)} \rightleftharpoons 1N_2O_{4(g)} \qquad \ldots K_c' \qquad K_c' = \frac{1}{K_c}$$

Reemplazando el valor

$$K_c' = \frac{1}{K_c} = \frac{1}{25} = 0{,}04$$

C) Si la ecuación es multiplicada por un valor numérico, la nueva constante de equilibrio es la inicial elevada a ese valor numérico.

$$1N_2O_{4(g)} \rightleftharpoons 2\ NO_{2(g)} \qquad \ldots K_c = 25$$

Se multiplica por $\frac{1}{2}$

$$\frac{1}{2} N_2O_{4(g)} \rightleftharpoons 1\ NO_{2(g)} \qquad \ldots K_c'' \qquad K_c'' = (K_c)^{1/2}$$

Reemplazando $\quad K_c'' = (25)^{1/2} = 5$

ACADEMIA CÉSAR VALLEJO

D) Equilibrios múltiples: una reacción química se puede expresar como la suma de otras dos o más, entonces la K_{eq} de la reacción global es el producto de las K_{eq} de las reacciones individuales.

Ejemplo:

Determine el valor de K_C para el equilibrio a 800°C

$$NO_{2(g)} + SO_{2(g)} \rightleftarrows NO_{(g)} + SO_{3(g)} \quad ...K_C$$

Utilizando dos equilibrios a 800°C

$$NO_{2(g)} \rightleftarrows NO_{(g)} + \frac{1}{2}O_{2(g)} \qquad K_{C_1} = 0{,}012$$

$$SO_{2(g)} + \frac{1}{2}O_{2(g)} \rightleftarrows SO_{3(g)} \qquad K_{C_2} = 20$$

Resolución

Si se suman estas dos ecuaciones que representan a dos equilibrios, el $\frac{1}{2}O_{2(g)}$ se cancelan y obtenemos la ecuación solicitada.

$$NO_{2(g)} + SO_{2(g)} \rightleftarrows NO_{(g)} + SO_{3(g)} \qquad K_C = K_{C_1} \times K_{C_2}$$

$$K_C = 0{,}012 \times 20 = 0{,}24$$

4.3 RELACIÓN ENTRE EL VALOR DE LA CONSTANTE DE EQUILIBRIO Y EL RENDIMIENTO:

Valor de Keq	Relación entre PROD. Y REACT.	RENDIMIENTO
Keq >> 1	$[prod.] > [react.]$	alto
Keq ≈ 1	$[prod.] \approx [react.]$	moderado
Keq << 1	$[prod.] < [react.]$	bajo

Ejemplo:

para cada equilibrio a la temperatura de 400 °C

$$1N_2O_{4(g)} + \text{calor} \rightleftharpoons 2\ NO_{2(g)} \qquad ...K_c = 25$$

$$1N_{2(g)} + 3\ H_{2(g)} \rightleftarrows 2NH_{3(g)} + \text{calor} \quad ...K_c = 0{,}10$$

A la temperatura indicada el primer equilibrio químico (endotérmico), tiene alto rendimiento.

Ejercicio 1 EXAMEN ADMISIÓN UNI 2019- 1

Dadas las siguientes proposiciones referidas a las siguientes reacciones que ocurren a igual temperatura:

$P_{(g)} + Q_{(g)} \rightleftharpoons R_{(g)}$; $K_{eq1} = 1{,}9 \times 10^{-4}$
$R_{(g)} + M_{(g)} \rightleftharpoons N_{(g)} + Q_{(g)}$; $K_{eq2} = 8{,}5 \times 10^{2}$

¿cuáles de las siguientes proposiciones son correctas?

I. Para la reacción $2P_{(g)} + 2Q_{(g)} \rightleftharpoons 2R_{(g)}$, la constante de equilibrio es $K_{eq3} = 3{,}61 \times 10^{-8}$, a la misma temperatura.
II. Para la reacción $P_{(g)} + M_{(g)} \rightleftharpoons N_{(g)}$, la constante de equilibrio es $K_{eq1} + K_{eq2}$, a la misma temperatura.
III. El valor de la constante de equilibrio K_{eq3} varía si cambia la temperatura.

A) solo I B) solo II C) solo III
D) I y II E) I, II y III

Resolución 1

Nos piden indicar las proposiciones correctas

Analizamos cada proposición considerando las propiedades de la constante de equilibrio

Respuesta: I,II y III

Clave: E

ACADEMIA CÉSAR VALLEJO

V. TIPO DE EQUILIBRIO QUÍMICO

5.1. EQUILIBRIO HOMOGÉNEO

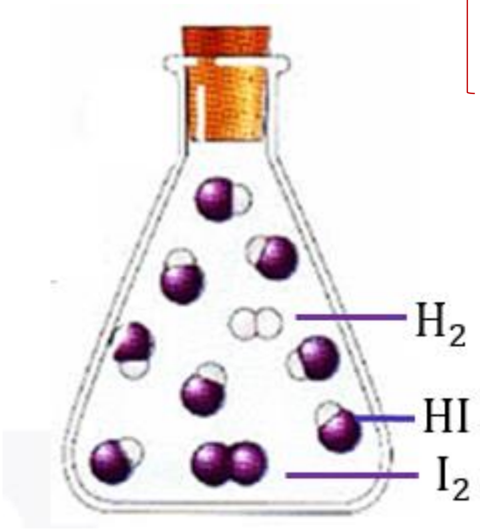
Las sustancias en una fase (gas o líquido).

Ejemplo 1

$$H_{2(g)} + I_{2(g)} \rightleftharpoons 2HI_{(g)}$$

$$K_c = \frac{[HI]^2}{[H_2][I_2]}$$

$$K_p = \frac{(P_{HI})^2}{(P_{H_2})(P_{I_2})}$$

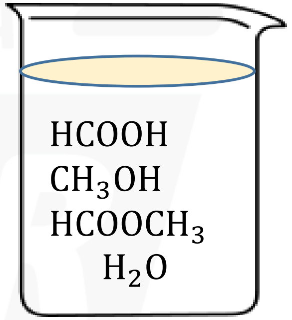


Se cumplen las leyes de la mezcla gaseosa

$$P_{total} = P_{HI} + P_{H_2} + P_{I_2}$$

Ejemplo 2

$$HCOOH_{(\ell)} + CH_3OH_{(\ell)} \rightleftharpoons HCOOCH_{3(\ell)} + H_2O_{(\ell)}$$

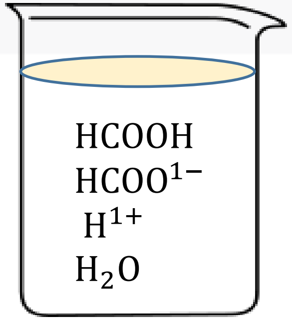


$$K_c = \frac{[HCOOCH_3][H_2O]}{[HCOOH][CH_3OH]}$$

No hay expresión para K_p.

Ejemplo 3

$$HCOOH_{(ac)} \rightleftarrows HCOO^{1-}_{(ac)} + H^{1+}_{(ac)}$$



$$K_c = \frac{[HCOO^{1-}][H^{1+}]}{[HCOOH]}$$

No hay expresión para K_p.

5.2 EQUILIBRIO HETEROGÉNEO

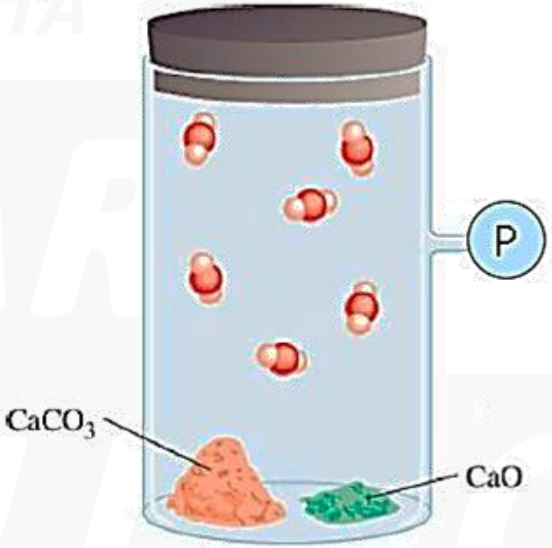
Las sustancias que intervienen no están en la misma fase. El caso más común es el sistema sólido-gas.

OBSERVACIÓN

- Las concentraciones de sólidos y líquidos puros en equilibrio heterogéneo son constantes; no cambian. Por tanto, los sólidos puros y líquidos puros no se incluyen en la expresión de constante de equilibrio.
- Los valores de la concentración molar de los sólidos y/ o líquido ya están incluidas en el valor de K_c respectivo.

Ejemplo 1:

$$CaCO_{3(s)} \rightleftharpoons CaO_{(s)} + CO_{2\,(g)} \qquad K_c = [CO_2] \qquad K_p = P_{CO_2}$$



Solo registra la presión ejercida por el CO_2

Analizamos el valor de Δn_{gas}

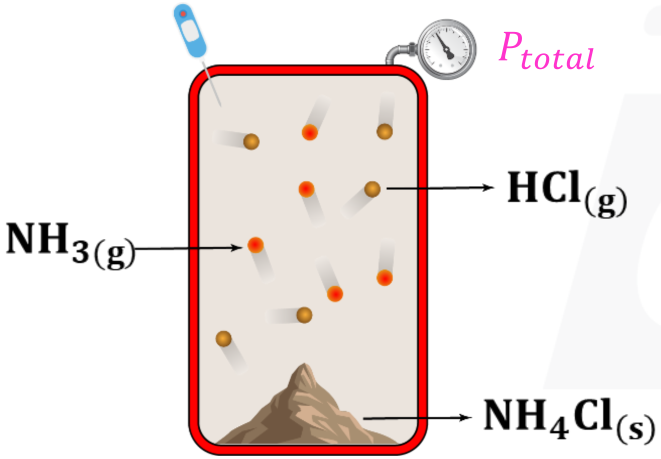
$$\underbrace{CaCO_{3(s)}}_{n_{gas}=0} \rightleftharpoons \underbrace{CaO_{(s)} + CO_{2\,(g)}}_{n_{gas}=1}$$

$$\Delta n_{gas} = 1$$

$$K_p = Kc(RT)$$

Ejemplo 2

$$NH_4Cl_{(s)} \rightleftarrows NH_{3(g)} + HCl_{(g)}$$



$$K_c = [NH_3][HCl]$$

$$K_p = P_{NH_3} x P_{HCl}$$

$$\Delta n_g = (1+1) - 0 = 2$$

$$P_{total} = P_{NH_3} + P_{HCl}$$

Ejemplo 3

$$SnO_{2(s)} + 2CO_{(g)} \rightleftharpoons Sn_{(s)} + 2CO_{2(g)}$$

$$K_c = \frac{[CO_2]^2}{[CO]^2} \quad y \quad K_p = \frac{(P_{CO_2})^2}{(P_{CO})^2}$$

Aplicación 1:

El cloruro de amonio sólido se disocia parcialmente en amoniaco y cloruro de hidrógeno, estableciéndose el siguiente equilibrio a 500K:

$$NH_4Cl_{(s)} \rightleftarrows NH_{3(g)} + HCl_{(g)}$$

Si en el equilibrio, la concentración molar es 0,2M, para cada uno de gases. Determine el valor de Kp.

Resolución :

La concentración molar corresponde al estado de equilibrio, esto nos permite calcular Kc

$$K_c = [NH_3][HCl] \Longrightarrow K_c = 0{,}2x0{,}2 = 0{,}04$$

Luego:

$$K_p = K_c(RT)^2$$

$$K_p = 0{,}04\left(\frac{82}{1000}x500\right)^2$$

$$\therefore K_p = 67{,}24$$

Aplicación 2:

De los sistemas en equilibrio que se plantean:

I) $2HgO_{(s)} \rightleftarrows 2Hg_{(\ell)} + O_{2(g)}$

II) $Fe_2O_{3(s)} + CO_{(g)} \rightleftarrows 2FeO_{(s)} + CO_{2(g)}$

III) $CH_{4(g)} + Cl_{2(g)} \rightleftarrows CH_3Cl_{(g)} + HCl_{(g)}$

En cuales se cumple la igualdad numérica entre Kc y Kp?.

A) I y II
B) Solo I
C) II y III
D) Solo II
E) I, II y III

Resolución

Analizando cada reacción en equilibrio, se tendrá:

I) $\Delta n_{(gas)} = (0+1) - 0 = 1$ ➡ Kp = Kc (RT)

II) $\Delta n_{(gas)} = (0+1) - (0+1) = 0$ { Kp = Kc $(RT)^0$; Kp = Kc

III) $\Delta n_{(gas)} = (1+1) - (1+1) = 0$ { Kp = Kc $(RT)^0$; Kp = Kc

Rpta: en II y III se cumple Kp = Kc

Clave: C

ACADEMIA CÉSAR VALLEJO

Aplicación 3

A una determinada temperatura se establece el siguiente equilibrio, donde la presión total es 1,6atm.

$$2NOCl_{(g)} \rightleftarrows 2\,NO_{(g)} + Cl_{2(g)}$$

Si las fracciones molares para el NOCl es 0,7 y para el NO es 0,2. Determine el valor de la constante de equilibrio Kp.

A) $1{,}3x10^{-2}$
B) $1{,}3x10^{-3}$
C) $2{,}6x10^{-4}$
D) $2{,}6x10^{-2}$
E) $1{,}3x10^{-1}$

Resolución :

Nos piden el valor de K_p, para el equilibrio homogéneo.

Dato:
- $P_{total} = 1{,}6 \text{ atm}$
- fracción molar (X_i), de dos gases $\Longrightarrow \Sigma X_i = 1$

Calculamos la presión parcial (P_i)

$$2NOCl_{(g)} \rightleftarrows 2\,NO_{(g)} + Cl_{2(g)}$$

	$2NOCl_{(g)}$	$2\,NO_{(g)}$	$Cl_{2(g)}$
$P_i = Xi.Pt$:	0,7x1,6atm	0,2x1,6atm	0,1x1,6atm
P_i :	1,12atm	0,32atm	0,16atm

Utilizamos la expresión de K_p

$$K_p = \frac{P_{Cl2}P_{NO}^2}{P_{NOCl}^2} = \frac{0{,}16x0{,}32^2}{1{,}12^2} = 0{,}013 = \mathbf{1{,}3x10^{-2}}$$

Clave: A

Ejercicio 2 EXAMEN ADMISIÓN UNI 2023- 1

En un recipiente de 4 litros a 700 °C, se coloca un mol de agua y un mol de CO. El 48 % de agua reacciona con el CO, según la siguiente reacción:

$$H_2O_{(g)} + CO_{(g)} \rightleftharpoons H_{2(g)} + CO_{2(g)}$$

Calcule el valor de K_c a 700 °C.

A) 0,34 B) 0,43 C) 0,58
D) 0,65 E) 0,85

Resolución 2

Nos piden indicar el valor de K_c

Aplicamos la estequiometria de la reacción reversible, hasta alcanzar el estado de equilibrio químico

Respuesta: 0,85

Clave: E

ACADEMIA CÉSAR VALLEJO

VI. PRINCIPIO DE HENRY LE CHATELIER (1 888)

Es una herramienta cualitativa que indica la dirección del desplazamiento del equilibrio. Establece que «un cambio o perturbación en cualquiera de las variables que determinan el estado de equilibrio de un sistema químico, produce un desplazamiento del equilibrio en el sentido de contrarrestar o minimizar el efecto causado por la perturbación».

Henry Le Chatelier
Francia(1850-1936**)**

El cambio (**perturbación externa**) de uno o varios de los siguientes factores pueden alterar la condición de equilibrio:

- **Concentración de reactante o producto.**
- **Presión o Volumen.**
- **Temperatura.**

Para reestablecer un nuevo equilibrio predominará uno de los sentidos: directo(→) o inverso (←)

Consecuencia

- **Disminuye Reactantes** → Predomina sentido directo → **Aumenta Productos**
- **Aumenta reactantes** ← Predomina sentido inverso ← **Disminuye productos**

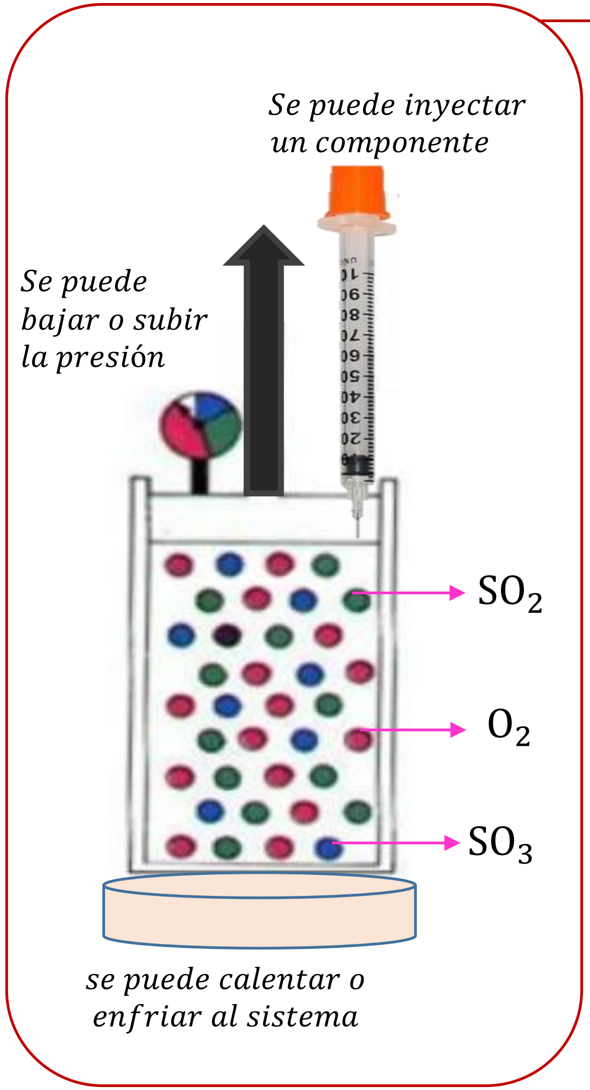
Importante:

Para aplicar el principio los datos son:

- La ecuación química balanceada del equilibrio químico
- La perturbación externa.

ACADEMIA CÉSAR VALLEJO

Sistema en equilibrio químico



$$2\,SO_{2(g)} + 1\,O_{2(g)} \rightleftarrows 2SO_{3(g)} + Calor$$

3mol (reactivos) — 2mol (productos)

Perturbación (acción)	Reacción	Desplazamiento	Consecuencia
Se retira cierta cantidad de SO_2	El sistema produce SO_2	←	• Se forma SO_2 y O_2 • Se consume SO_3
Se agrega cierta cantidad de O_2	El sistema consume parte de agregado O_2	→	• Se forma SO_3 • Se consume SO_2 y O_2
La presión del sistema aumenta (disminuye el volumen)	El sistema aumenta la Presión de los gases (produce mayor número de moles gaseosos)	←	• Se forma SO_2 y O_2 • Se consume SO_3
Se calienta el sistema	El sistema consume calor	←	• Se consume SO_3 • Se forma SO_2 y O_2

- Si se altera la temperatura, también se altera el valor de la constante de equilibrio.

OBSERVACIONES:

1. LA PERTURBACIÓN DE DOS FACTORES

Se evalúa el desplazamiento del equilibrio, provocada por la perturbación de cada factor de manera independiente; luego se **contrasta**, para tomar la decisión.

2. USO DEL CATALIZADOR

El uso de catalizadores no va a afectar la condición de equilibrio pero sí favorecerá que éste se alcance con mayor rapidez.

3. USO DE GAS INERTE A VOLUMEN CONSTANTE

Cuando se inyecta un gas inerte , como los gases nobles (He, Ne, Ar, Kr, Xe, …..) a un equilibrio con volumen constante, no afectará al equilibrio, debido a que se mantendrá constante las presiones parciales de cada gas en la reacción.

Ejemplo:

- El "mal de altura" o soroche implica cambios en nuestro organismos, sin embargo, pasado un tiempo las personas que lo experimentaron vuelven de nuevo a un estado de equilibrio **¿cómo poder explicar ello?**

La hemoglobina (Hb), O_2 y oxihemoglobina (HbO_2), están en equilibrio.

$$Hb + O_2 \leftrightarrows HbO_2$$

ACADEMIA CÉSAR VALLEJO

Aplicación

A 100°C se sistema esta en equilibrio en un recipiente de 1L:

$$N_2O_4(g) \leftrightharpoons 2\,NO_2(g)$$
0,05M — 0,1M

$K_c = 0,2$

Si a temperatura constante se adiciona 0,04 moles de NO_2. ¿Cuál será la nueva concentración del N_2O_4 , en el nuevo equilibrio?

Resolución:

La reacción perturbada será:

$$N_2O_4(g) \not\leftrightharpoons 2\,NO_2(g)$$
0,05M — 0,14 M

Por Le Chatelier
dism. el NO_2: +x ← -2x

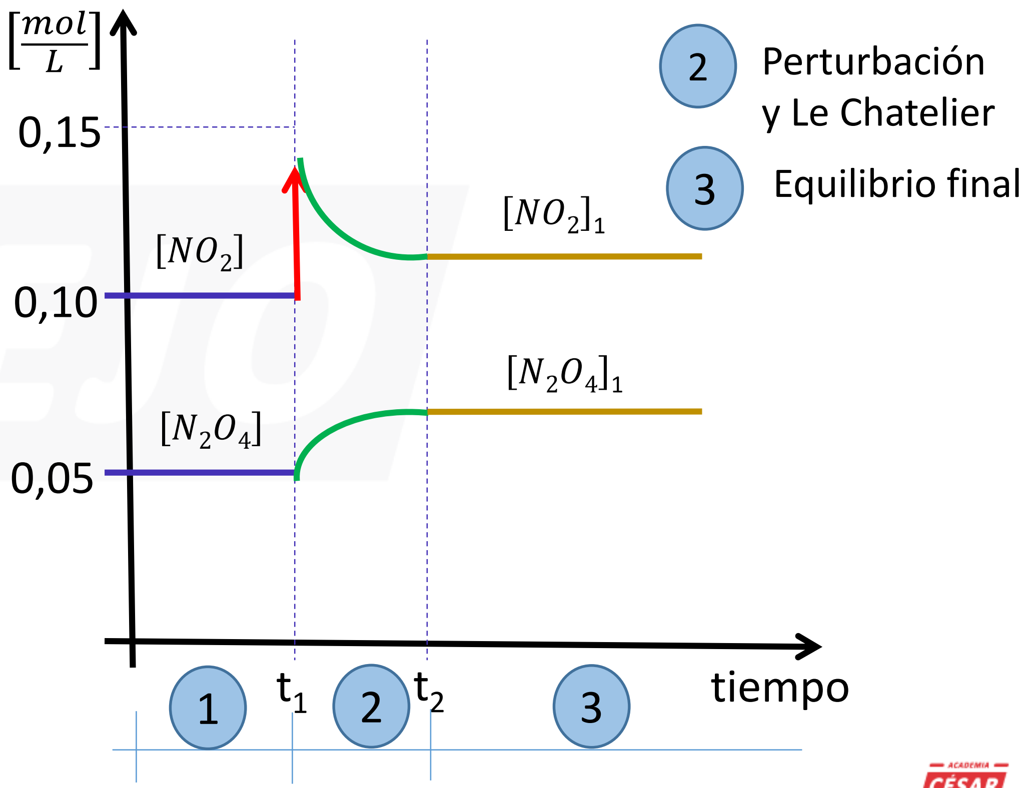
Nuevo Equilibrio: (0,05 + x) ⇆ (0,14- 2x) Kc=0,2

Hallamos el valor de "x" :

$$K_c = \frac{[NO_2]^2}{[N_2O_4]} \Rightarrow 0,2 = \frac{(0,14-2x)^2}{(0,05+x)} \Rightarrow X=0,0136$$

$\therefore$ $[N_2O_4]$= (0,05+x) = **0,0636M**

Gráficamente:



Ejercicio 3 EXAMEN ADMISIÓN UNI 2022- 2

El equilibrio químico se presenta en las reacciones reversibles, en donde la velocidad de la reacción directa e inversa se igualan. Indique la alternativa correcta, en relación a la siguiente reacción en equilibrio:

$$4HCl_{(g)} + O_{2(g)} \leftrightharpoons 2Cl_{2(g)} + 2H_2O_{(g)} \quad \Delta H < 0$$

A) Una disminución de la presión contribuye a la formación de Cl_2.
B) Un aumento de la temperatura disminuye la concentración de Cl_2.
C) Un aumento en la concentración de O_2 disminuye la concentración de Cl_2.
D) Un aumento de la presión disminuye la concentración de Cl_2.
E) Una disminución de la temperatura disminuye la concentración de Cl_2.

Resolución 3

Nos piden indicar la alternativa correcta

Aplicamos el principio de Le-chatelier

Respuesta:

Clave: B

ACADEMIA CÉSAR VALLEJO

VII. BIBLIOGRAFÍA

- Brown T. L., H. Eugene L., Bursten B.E., Murphy C.J., Woodward P.M. (2014). **Química, la ciencia central.** México. Pearson Educación. (pag 630-660)Q

- Petrucci R. H., Herring F. G , Madura J. D y Bissonnette C. **Química General** (2011). Décima ed. España. PEARSON EDUCACIÓN, S. A. (pag 660-690)

- Silberberg Martin. **Química , la naturaleza molecular del cambio y la materia.** (2002) – Pp 730 a 760 – Mc Graw Hill

ACADEMIA
CÉSAR VALLEJO

GRACIAS

SÍGUENOS:

academiacesarvallejo.edu.pe